化学 必修二笔记

啊波呲

2024年3月22日

目录

第五章	化工生	产中的重要非金属元素	1
5.1	硫及其		1
	5.1.1	硫	1
	5.1.2	硫化氢	2
	5.1.3	二氧化硫	4
	5.1.4	三氧化硫	10
	5.1.5	硫酸	10
	5.1.6	硫酸根离子与亚硫酸根例子	13
	5.1.7	硫元素的不同价态	13

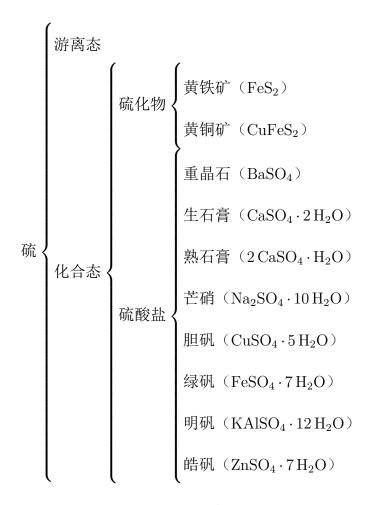
第五章 化工生产中的重要非金属元素

5.1 硫及其化合物

5.1.1 硫

1. 存在形式

硫在自然界中以游离态和化合态两种形式存在。



2. 物理性质

硫是黄色晶体,质脆,易研成粉末;难溶于水,微溶于酒精,易溶于 CS₂。

3. 化学性质

(1) 与非金属反应 硫可以在氧气中燃烧,生成二氧化硫。在空气中燃烧时为淡蓝色火焰,在纯氧中燃烧是蓝紫色火焰。在空气中反应时放热更多:

$$S + O_2 \stackrel{\text{filth}}{=\!=\!=\!=} SO_2$$

注意, 硫和氧气反应, 不会生成三氧化硫。

硫在氢气中加热,生成硫化氢气体:

$$H_2 + S \stackrel{\triangle}{=} H_2 S$$

(2) 与金属反应 硫属于弱氧化剂。弱氧化剂与变价金属反应,生成低价态产物:

$$2 \operatorname{Na} + S = \operatorname{Na}_2 S$$

$$2 \operatorname{Fe} + \operatorname{S} \stackrel{\triangle}{=\!\!\!=\!\!\!=} \operatorname{FeS}$$

$$2 \operatorname{Cu} + \operatorname{S} \stackrel{\triangle}{=} \operatorname{Cu}_2 \operatorname{S}$$

$$Hg + S \stackrel{\triangle}{=} HgS$$

其中, FeS 是不溶于水但溶于酸的黑色沉淀; CuS 是既不溶于水也不溶于酸的黑色沉淀。

(3) 与碱反应 与 NaOH 反应, 生成两种不同的钠盐, 其中的 S 分别为-2、+4 价:

$$3S + 6NaOH \stackrel{\triangle}{=} 2Na_2S + Na_2SO_3 + 3H_2O$$

这个反应可以用于清洗含硫的试管。

5.1.2 硫化氢

1. 物理性质

硫化氢是无色、有刺激性气味的气体,有毒;密度大于空气;易溶于水(1:40)。

2. 化学性质

(1) 酸性 H_2S 溶于水成氢硫酸,是二元弱酸。它的电离:

$$H_2S \Longrightarrow H^+ + HS^-$$

3

少量 H₂S 通入 NaOH:

$$2\,\mathrm{OH^-} + \mathrm{H_2S} = \mathrm{S^{2-}} + 2\,\mathrm{H_2O}$$

过量 H₂S 通入 NaOH:

$$OH^{-} + H_{2}S = HS^{-} + H_{2}O$$

H₂S 和 CuSO₄、(CH₃COO)₂Pb 等盐溶液也发生反应。

因为 CuS 在酸中溶解性极低, 所以会发生类似"弱酸制强酸"的反应:

$$CuSO_4 + H_2S = CuS \downarrow + H_2SO_4$$

这是复分解反应中唯一的弱酸制强酸,可以用于检验 H₂S 或除杂。

(2) 还原性 H_2S 与 HS^- 、 S^{2-} 的还原性相同。还原性顺序为:

$$S^{2-} > SO_3^{2-} > I^- > Fe^{2+} > Br^- > Cl^-$$

• H₂S 在氧气中燃烧,氧气不足时生成硫单质,氧气充足时生成二氧化硫:

$$2 H_2 S + O_2 = 2 S + 2 H_2 O$$

$$H_2S + 3O_2 = 2SO_2 + 2H_2O$$

HoS 溶液放置在空气中变质:

$$2 H_2 S + O_2 = S \downarrow + 2 H_2 O$$

• H_2S 与氯气反应,因为非金属性 Cl > S,氯气把硫化氢氧化为硫单质:

$$Cl_2 + H_2S = S \downarrow + 2 HCl$$

• H₂S 与 FeCl₃ 反应, 生成硫沉淀:

$$H_2S + 2Fe^{3+} = 2Fe^{2+} + 2H^+ + S \downarrow$$

补充 FeS 不溶于水, 但溶于酸。所以和过量的 NaoS 反应时, 会生成沉淀:

$$3S^{-} + 2Fe^{3+} = 2FeS \bot + S \bot$$

少量的则不会:

$$S^{2-} + Fe^{3+} = 2 Fe^{2+} + S \downarrow$$

• H₂S 与浓硫酸反应, 化合价靠拢而不交叉:

$$H_2SO_{4(\not R)} + H_2S = S \downarrow + SO_2 \uparrow + 2H_2O$$

3. 实验室制法

- (1) 原理 FeS 或 ZnS 与 H₂SO₄ 或 HCl 反应生成 H₂S, 沉淀溶解。
- (2) 装置 启普发生器。特点是:反应物为块状固体,无需加热。可用于制备 $H_2 \times CO_2 \times H_2S$ 。
- (3) 除杂 除 HCl 用 NaHS 溶液,除水用浓硫酸。

补充 在弱酸气体中除去强酸用弱酸的酸式盐溶液。

- (4) 收集 排饱和 NaHS 溶液,或向上排空气。
- (5) 验满 湿润的醋酸铅试纸。生成黑色沉淀说明已集满。
- (6) 尾气处理 $NaOH \cdot H_2S + 2NaOH = Na_2S + 2H_2O \cdot$

5.1.3 二氧化硫

1. 物理性质

二氧化硫是无色、有刺激性气味的气体,有毒;密度大于空气;易溶于水(1:40),易液化。

2. 化学性质

(1)酸性氧化物 SO_2 溶于水成亚硫酸,是二元弱酸:

$$SO_2 + H_2O \Longrightarrow H_2SO_3$$

它水溶液中不完全电离, 电离方程式为:

$$H_2SO_3 \Longrightarrow HSO_3^- + H^+$$

$$HSO_3^- \Longrightarrow SO_3^{2-} + H^+$$

补充 可逆反应 在同一条件下,既能正向进行,又能逆向进行的反应。比如氯气与水的反应、 二氧化碳与水的反应、铁离子与硫氰根离子的反应、氢气与碘单质的反应等。

• SO₂ 与碱反应:

少量 SO₂ 与 NaOH 反应:

$$SO_2 + 2OH^- = SO_3^{2-} + H_2O$$

这个反应在实验室中用于二氧化硫的尾气处理。

过量 SO₂ 与 NaOH 反应:

$$SO_2 + OH^- = HSO_3^-$$

少量 SO₂ 与 Ca(OH)₂ 反应:

$$SO_2 + Ca^{2+} + 2OH^- = CaSO_3 \downarrow + H_2O$$

这说明二氧化硫也能使澄清石灰水变浑浊。

过量 SO₂ 与 Ca(OH)₂ 反应:

$$SO_2 + OH^- = HSO_3^-$$

上面两个方程式说明存在下面的反应:

$$CaSO_3 + H_2O + SO_2 = Ca(HSO_3)_2$$
 (5.1)

5

少量 SO₂ 与 NH₃·H₂O 反应:

$$SO_2 + 2 NH_3 \cdot H_2O = 2 NH_3^+ + SO_3^{2-} + H_2O$$

这个反应在工业上用于二氧化硫的尾气处理。

过量 SO₂ 与 NH₃·H₂O 反应:

$$SO_2 + NH_3 \cdot H_2O = NH_3^+ + HSO_3^-$$

• SO₂ 与盐溶液反应,发生"强酸制弱酸",因为酸性的顺序:

$$H_2SO_3 > H_2CO_3 > HSO_3^- > HCO_3^-$$

所以会有下面的反应:

SO₂ 与 Na₂SO₃ 反应:

$$SO_2 + SO_3^{2-} + H_2O = 2 HSO_3^{-}$$

这实际上是亚硫酸制出了硫酸氢根,这是5.1的实质。

SO₂ 与 NaHCO₃ 反应:

$$SO_2 + HCO_3^- = CO_2 + HSO_3^-$$

这实际上是亚硫酸制出了碳酸。

SO₂ 与 Na₂CO₃ 反应:

$$SO_{2(\cancel{D}_{\pm})} + 2CO_3^{2-} + H_2O = SO_3^{2-} + 2HCO_3^{-}$$

 $2SO_{2(\cancel{D}_{\pm})} + CO_3^{2-} + H_2O = 2HSO_3^{-} + CO_2$

这分别是亚硫酸制出碳酸氢根、亚硫酸制出亚硫酸氢根和碳酸。

• SO₂ 与碱性氧化物反应:

$$SO_2 + Na_2O = Na_2SO_3$$

 $SO_2 + CaO = CaSO_3$

上述反应均体现了酸性氧化物的通性。

近年来为防治酸雨,工业上常把含硫煤矿和石灰石混合后燃烧,目的是让石灰石高温生成的氧化钙吸收含硫煤矿燃烧生成的 SO₂,这个过程称为**钙基固硫**。一般以石灰石为原料,方程式为:

$$\begin{cases} CaCO_3 = CaO + CO_2 \uparrow \\ CaO + SO_2 = CaSO_3 \\ CaSO_3 + O_2 = 2 CaSO_4 \end{cases}$$

总反应方程式为:

$$2 \text{ CaCO}_3 + 2 \text{ SO}_2 + \text{ O}_2 = 2 \text{ CaSO}_4 + 2 \text{ CO}_2$$

除此之外,还可以用碳酸镁固定二氧化硫:

$$2 \operatorname{MgCO}_3 + 2 \operatorname{SO}_2 + \operatorname{O}_2 = 2 \operatorname{MgSO}_4 + 2 \operatorname{CO}_2$$

(2) 氧化性 SO₂ 通入水中,发生归中反应:

$$2 H_2 S_{(aq)} + SO_2 = 3 S \downarrow + 2 H_2 O$$

(3) 还原性 SO_2 与 $KMnO_4(H^+)$ 、 $K_2Cr_2O_7(H^+)$ 、 X_2 (除 F_2 外)、 O_2 、 H_2O_2 、 Na_2O_2 、 Fe^{3+} 、硝酸等氧化剂反应,生成 SO_4^{2-} 或 SO_3 。

• SO₂ 与 KMnO₄(H⁺) 反应, 紫色溶液褪色:

$$2 \operatorname{MnO_4}^- + 5 \operatorname{SO_2} + 2 \operatorname{H_2O} = 2 \operatorname{Mn}^{2+} + 5 \operatorname{SO_4}^{2-} + 4 \operatorname{H}^+$$

• SO₂ 与 K₂Cr₂O₇(H⁺) 反应, 橙色溶液变为绿色:

$$Cr_2O_7^{2-} + 2SO_2 + 2H^+ = 2Cr^{3+} + 3SO_4^{2-} + H_2O$$

• SO₂ 与氯水反应,黄绿色溶液褪色:

$$2 H_2 O + C l_2 + S O_2 = 2 C l^- + S O_4^{2-} + 4 H^+$$

和溴单质、碘单质反应的方程式与之类似。

• SO₂ 与 FeCl₃ 溶液反应, 黄色溶液变为浅绿色:

$$2 \,\mathrm{Fe^{3+}} + \mathrm{SO_2} + 2 \,\mathrm{H_2O} = 2 \,\mathrm{Fe^{2+}} + \mathrm{SO_4}^{2-} + 4 \,\mathrm{H^+}$$

• SO₂ 与氧气反应,需要催化剂,称为二氧化硫的催化氧化:

$$2 \operatorname{SO}_2 + \operatorname{O}_2 \stackrel{\text{\'eth}}{\stackrel{\wedge}{\frown}} 2 \operatorname{SO}_3$$

• SO₂ 与 Na₂O₂ 反应:

$$Na_2O_2 + SO_2 = Na_2SO_4$$

• SO₂ 与 H₂O₂ 反应:

$$H_2O_2 + SO_2 = H_2SO_4$$

• 少量 SO₂ 与 Ca(ClO)₂ 反应:

$$Ca^{2+} + 3ClO^{-} + SO_{2} + H_{2}O = CaSO_{4} \downarrow + Cl^{-} + 2HClO$$

按照一般的氧化还原反应的离子方程式书写步骤,生成物会有两个氢离子,而 SO_2 少量就是说 CIO^- 是过量的,过量的 CIO^- 会与这两个氢离子结合生成弱电解质 HCIO,于是得到了上面的方程式。

• 过量 SO₂ 与 Ca(ClO)₂ 反应:

$$Ca^{2+} + 2ClO^{-} + 2SO_{2} + H_{2}O = CaSO_{4} \downarrow + 2Cl^{-} + SO_{4}^{2-} + 4H^{+}$$

这里不再生成 HClO, 是因为 SO₂ 是过量的, 它与 HClO 不共存。

• 少量 SO₂ 与 Ba(NO₃)₂ 反应:

$$3 SO_2 + 2 NO_3^- + 3 Ba^{2+} + 2 H_2O = 3 BaSO_4 \downarrow + 2 NO + 4 H^+$$

• 过量 SO₂ 与 Ba(NO₃)₂ 反应:

$$3 SO_2 + 2 NO_3^- + Ba^{2+} + 2 H_2O = BaSO_4 \downarrow + 2 NO + 2 SO_4^{2-} + 4 H^+$$

上述反应均体现了二氧化硫的还原性。

(4) 漂白性 SO_2 能使品红溶液褪色,并且在加热后颜色恢复。这是因为 SO_2 能与某些有色物质结合生成某些无色物质,该无色物质受热会分解。所以, SO_2 的漂白不是永久性的。常用于漂白纸浆、毛丝等物质。

与 SO₂ 的漂白不同, 氯水、次氯酸、过氧根离子的漂白是应用氧化性的永久性漂白。

SO₂ 使溶液褪色,有时不是应用漂白性:

- SO₂ 使滴有酚酞的 NaOH 溶液褪色,体现酸性;
- SO₂ 使有颜色的氧化剂褪色,体现还原性;
- SO₂ 使品红溶液褪色,体现氧化性。

需要注意的是,虽然氯水和 SO₂ 都具有漂白性,但**当氯水和二氧化硫以 1: 1 的物质的量通** 入品红溶液中时,品红溶液不褪色,这是因为:

$$SO_2 + Cl_2 + 2H_2O = H_2SO_4 + 2HCl$$

补充 如何鉴别 SO_2 和 CO_2 ?

- 能使品红溶液褪色的是 SO_2 ;
- 能使有色氧化剂褪色或变色的是 SO₂;
- 通入 H₂S 溶液, 出现浑浊的是 SO₂;
- 通入 Ba(NO)₂ 溶液, 出现沉淀的是 SO₂。

补充 若 SO_2 、 CO_2 共存, 如何一一检验他们?

- 方法一 通入品红溶液(褪色), 然后通入 KMnO₄ 溶液(褪色), 然后再通入品红溶液(不褪色), 最后通入澄清石灰水(变浑浊);
- 方法二 通入品红溶液(褪色),然后通入过量的 $KMnO_4$ 溶液(颜色变淡但不褪色),最后通入澄清石灰水(变浑浊)。

补充 将 SO_2 通入 $BaCl_2$ 溶液, 无明显现象, 再通入什么气体会产生沉淀?

• 通入氯气、氧气、二氧化氮等氧化剂, 生成 BaSO₄ 沉淀;

• 通入氨气, 生成 BaSO₃ 沉淀, 原因是氨气与弱电解质亚硫酸反应, 会生成亚硫酸根;

• 通入 H₂S 气体, 与 SO₂ 反应生成硫沉淀。

3. 用途和危害

(1) **用途** 可用于杀菌消毒,或作抗氧化剂;是一种食品添加剂,添加于葡萄酒、干果、蜜饯、糖果中,但不能超标。

(2) 危害 会导致酸雨。酸雨可以用"钙基固硫法"、浓氨水、"双碱"治理。

补充 硫酸型酸雨的形成

$$SO_2 + 2 H_2O \Longrightarrow H_2SO_3$$

$$2 H_2 SO_3 + O_2 = 2 H_2 SO_4$$

或者

$$2 SO_2 + O_2 \stackrel{\text{\$}2}{\rightleftharpoons} 2 SO_3$$

$$SO_3 + H_2O = H_2SO_4$$

4. 制备

(1) 实验室制法

使用分液漏斗、圆底烧瓶。原理是:

$$Na_2SO_{3(s)} + H_2SO_{4(70\%)} = Na_2SO_4 + H_2O + SO_2 \uparrow$$

或者

$$\text{Cu} + 2 \text{H}_2 \text{SO}_{4(\aleph)} \stackrel{\triangle}{=} \text{CuSO}_4 + 2 \text{H}_2 \text{O} + \text{SO}_2 \uparrow$$

其中第二个反应氧化剂与还原剂的物质的量之比为 1:1。

使用排饱和 $NaHSO_3$ 溶液的方法或向上排空气法收集;使用浓硫酸或 P_2O_5 或硅胶($SiO_2 \cdot nH_2O$) 干燥;使用湿润的品红试纸或红色石蕊试纸验满;使用过量 NaOH 溶液处理尾气:

$$SO_2 + 2 NaOH = Na_2SO_3 + H_2O$$

此外,为了防止发生倒吸,通常加入安全瓶或使用倒置的漏斗或使用球形干燥管。

(2) 工业制法

$$S + O_2 = SO_2$$

或者

$$4\operatorname{FeS}_2 + 11\operatorname{O}_2 \xrightarrow{\stackrel{\textstyle \dot{\boldsymbol{n}} \underline{\boldsymbol{a}} \underline{\boldsymbol{a}}}{}} 2\operatorname{Fe}_2\operatorname{O}_3 + 8\operatorname{SO}_2$$

5.1.4 三氧化硫

1. 物理性质

常温下是液态,标准状况下是固态。

2. 化学性质

SO₃ 是酸性氧化物。

• SO₃ 与水反应:

$$SO_3 + H_2O = H_2SO_4$$

• SO₃ 与碱性氧化物反应:

$$SO_3 + CaO = CaSO_4$$

• SO₃ 与碱反应:

$$SO_3 + Ca(OH)_2 = CaSO_4 + H_2O$$

•SO₃ 通入 BaCl₂ 溶液,出现白色沉淀:

$$Ba^{2+} + SO_3 + H_2O = BaSO_4 \downarrow + 2 H^+$$

工业上常用硫酸吸收三氧化硫。

5.1.5 硫酸

1. 物理性质

纯净的硫酸是无色粘稠液体,98.3% 的硫酸溶液,密度是 $1.84~g/cm^3$;能与水以任意比例互溶;沸点高,难挥发。

高沸点的酸可以制出低沸点的酸,难挥发的酸可以制出易挥发的酸。

硫酸制 HCl 使用氯化钠和浓硫酸制 HCl,装置是分液漏斗、圆底烧瓶;使用向上排空气法收集;需要防倒吸装置和尾气处理装置。

微热时:

$$NaCl_{(s)} + H_2SO_{4(in)} = \frac{ihh}{ihh} NaHSO_4 + HCl\uparrow$$

加热时:

$$2\operatorname{NaCl}_{(s)} + \operatorname{H}_2 \mathrm{SO}_{4(\cancel{R})} \stackrel{\triangle}{=\!\!\!=\!\!\!=} \operatorname{Na}_2 \mathrm{SO}_4 + 2\operatorname{HCl} \uparrow$$

还可以向浓盐酸中加入浓硫酸:浓硫酸吸水放热,氯化氢气体挥发出来。

除此之外,还可以用硫酸制 HF、HBr、HI、HNO3等。

2. 化学性质

浓硫酸有吸水性、脱水性、氧化性。

(1) 吸水性 浓硫酸可以使结晶水合物失水,比如:

$$CuSO_4 \cdot 5 H_2O \xrightarrow{\text{kH}_2SO_4} CuSO_4 + 5 H_2O$$

除此之外,利用吸水性,浓硫酸还可以作干燥剂,但不能干燥碱性气体、还原性气体**;也不能** 用于干燥三氧化硫,因为三氧化硫能被浓硫酸吸收而形成发烟硫酸。

(2) 脱水性 把有机物中的水以 2:1 的比例脱去,比如:

$$C + 2 H_2 SO_4 \xrightarrow{\triangle} CO_2 \uparrow + 2 SO_2 \uparrow + 2 H_2 O$$

$$C_{12}H_{22}O_{11} \xrightarrow{\text{kH}_2SO_4$} 12 C + 11 H_2 O$$

(3)强氧化性 硫酸是氧化性酸。铁、铝遇冷的浓硫酸、浓硝酸会发生钝化,其表面生成一层致密的氧化膜。

浓硫酸在加热的条件下可以溶解铁、铝以及活动性较弱的金属,发生氧化还原反应。

• 浓硫酸与铜共热,铜逐渐溶解,产生有刺激性气味的气体:

$$Cu + 2 H_2 SO_{4(R)} \stackrel{\triangle}{=} CuSO_4 + SO_2 \uparrow + 2 H_2O$$

冷却后,将反应后的溶液倒入盛有水的烧杯中,观察到溶液呈淡蓝色,这证明浓硫酸与铜反应的生成物有硫酸铜。

补充 氧气和 H₂O₂ 在酸性条件下也可以把铜氧化:

$$2 Cu + 4 H^{+} + O_{2} = 2 Cu^{2+} + 2 H_{2}O$$

$$Cu + 2H^{+} + H_{2}O_{2} = Cu^{2+} + 2H_{2}O$$

• 浓硫酸与锌共热:

$$\operatorname{Zn} + 2\operatorname{H}_2\operatorname{SO}_{4(\Re)} \stackrel{\triangle}{=} \operatorname{ZnSO}_4 + \operatorname{SO}_2 \uparrow + 2\operatorname{H}_2\operatorname{O}$$

一段时间后,酸变稀:

$$Zn + H_2SO_{4(\Re)} = ZnSO_4 + H_2 \uparrow$$

• 浓硫酸与铁共热,铁被氧化到 +3 价:

$$2 \operatorname{Fe} + 6 \operatorname{H}_2 \operatorname{SO}_{4(\widehat{\mathsf{R}})} \stackrel{\triangle}{=\!\!\!=\!\!\!=} \operatorname{Fe}_2(\operatorname{SO}_4)_3 + 3 \operatorname{SO}_2 \uparrow + 6 \operatorname{H}_2 \operatorname{O}$$

一段时间后,酸变稀:

$$Fe + H_2SO_{4(\Re)} = FeSO_4 + H_2 \uparrow$$

上面的两个反应中, SO₂ 和 H₂ 转移的电子数是相同的,在进行相关计算时可以利用这一点。

浓硫酸在加热的条件下也可以溶解一些非金属。

• 浓硫酸与碳共热,生成二氧化碳、二氧化硫和水:

$$C + 2 H_2 SO_4(\kappa) \stackrel{\triangle}{=} CO_2 \uparrow + 2 SO_2 \uparrow + 2 H_2 O$$

• 浓硫酸与硫共热,发生归中反应,生成二氧化硫和水:

$$S + 2 H_2 SO_{4(\mathring{R})} \stackrel{\triangle}{=} 3 SO_2 \uparrow + 2 H_2 O$$

3. 浓硫酸、稀硫酸的鉴别

方法一 看外观,浓稠的是浓硫酸;

方法二 滴在纸上, 使纸变黑的使浓硫酸;

方法三 滴入水中,放热的是浓硫酸;

方法四 放入铁片,在常温下有明显现象的是稀硫酸。

5.1.6 硫酸根离子与亚硫酸根例子

1. 硫酸根离子的鉴别

为了除去 CO_3^{2-} 、 SO_3^{2-} 、 Ag^+ 等离子的干扰,先加稀盐酸酸化,无明显现象;再加 $BaCl_2$ 溶液,产生白色沉淀,证明有 SO_4^{2-} 存在。

2. 亚硫酸根离子的还原性

中性或碱性条件下的 SO₄²⁻ 离子也有一定的还原性。

• 少量氯气通入 Na₂SO₃ 溶液:

$$Cl_2 + 3SO_3^{2-} + H_2O = 2Cl^- + SO_4^{2-} + 2HSO_3^{-}$$

• 过量氯气通入 Na₂SO₃ 溶液:

$$Cl_2 + SO_3^{2-} + H_2O = SO_4^{2-} + 2Cl^- + 2H^+$$

• FeCl₃ 溶液与 Na₂SO₃ 溶液反应:

$$2 \operatorname{Fe}^{3+} + \operatorname{SO}_{3}^{2-} + \operatorname{H}_{2} O = 2 \operatorname{Fe}^{2+} + \operatorname{SO}_{4}^{2-} + 2 \operatorname{H}^{+}$$

3. 除浓硫酸外, 硫酸根无氧化性

5.1.7 硫元素的不同价态

- 1. 硫元素的四种价态
 - -2 H₂S、Na₂S、NaHS 只有还原性
 - 0 S 既有氧化性,又有还原性
 - +4 SO₂、H₂SO₃、Na₂SO₃、NaHSO₃ 既有氧化性,又有还原性
 - +6 SO_3 、 H_2SO_4 、 Na_2SO_4 、 $NaHSO_4$ 仅浓硫酸有强氧化性,其他条件下的硫酸根无氧化性

2. 硫元素不同价态间的转化

$$-2 \rightarrow 0$$
 SO₂, O₂, Cl₂, H₂O₂, Br₂, I₂, Fe³⁺
 $0 \rightarrow -2$ H₂, Fe, Cu, Hg, NaOH

$$0 \rightarrow +4$$
 O_2 , NaOH

$$0 \rightarrow +4$$
 H₂S, Na₂S

$$+4 \rightarrow +6$$
 O₂, Cl₂, Br₂, I₂, Fe³⁺, KMnO₄, H₂O₂

$$+6 \rightarrow +4$$
 Fe. Cu. Zn. C. S

3. 硫代硫酸钠

硫代硫酸钠($Na_2S_2O_3$)是硫酸钠中的一个氧原子被-2 价的硫离子取代后得到的物质。硫代硫酸钠俗称大苏打,其水合物 $Na_2S_2O_3 \cdot 5 H_2O$ 俗称海波。

 $Na_2S_2O_3$ 可以与 H_2SO_4 反应,实质是硫代硫酸根与氢离子反应:

$$S_2O_3^{2-} + 2H^+ = SO_2 \uparrow + S \downarrow + H_2O$$

硫代硫酸钠有还原性,它与氯气反应的离子方程式为:

$$S_2O_3^{2-} + 4 Cl_2 + 5 H_2O = 2 SO_4^{2-} + 8 Cl^- + 10 H^+$$